

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение вечерняя
(сменная) общеобразовательная школа № 2

Рассмотрено
На заседании педагогического
совета

Протокол № 1 от 30.08.13

Утверждаю
Директор МБОУ В(С)ОШ № 2

_____ Анчуков И.П.

Приказ №103 от 09.09.2013

Рабочая программа по химии для 8-12 классов

Составил: учитель химии
МБОУ В(С)ОШ № 2
Асеев В. Е.

.
.

Пояснительная записка.

Программа курса построена по концентрической концепции.

Рабочая программа составлена в соответствии со следующими нормативно-правовыми документами:

- Федеральный компонент государственных образовательных стандартов основного общего и среднего (полного) общего образования, утверждённый приказом Министерства Образования и науки РФ от 05.03.2004г. №1089
- Федеральный базисный учебный план, утверждённый приказом МО РФ от 09 марта 2004 года №1312;
- примерный учебный план V – XII классов вечернего (сменного) общеобразовательного учреждения по заочной форме обучения, разработанный на основе Базисного учебного плана общеобразовательных учреждений Российской Федерации, утверждённого приказом Минобразования России от 9 февраля 1998 г. №322;
- примерная программа основного общего образования по химии;
- Приказ Министерства образования и науки Российской Федерации (Минобрнауки России) от 19 декабря 2012 г. №1067 г. Москва «Об утверждении федеральных перечней учебников, рекомендованных (допущенных) к использованию в образовательном процессе в образовательных учреждениях, реализующих образовательные программы общего образования и имеющих государственную аккредитацию, на 2013/14 учебный год».

Данная программа реализована в учебниках: «Химия. 8» (М- Дрофа. 2009) автора О. С. Gabrielyana; «Химия. 9» (М.: Дрофа, 2009) автора О. С. Gabrielyana; «Химия. 10» (М.: Дрофа, 2009) авторов О. С. Gabrielyana, Ф. Н. Маскаева, С. Ю. Пономарева, В. И. Теренина; «Химия. 11» (М.: Дрофа, 2009) авторов О. С. Gabrielyana, Г. Г. Лысовой, Т. В. Смирновой.

Особенность программы состоит в том, чтобы сохранить присущий русской средней школе высокий теоретический уровень и сделать обучение максимально развивающим. Это достигается путем вычисления укрупненной дидактической единицы, в роли которой выступает основополагающее понятие «химический элемент и формы его существования (свободные атомы, простые и сложные вещества)», следование строгой логике принципа развивающего обучения, положенного в основу конструирования программы, и освобождение ее от избытка конкретного материала.

Поэтому весь теоретический материал курса химии рассматривается на первом году обучения, что позволяет учащимся более осознанно и глубоко изучить фактический материал — химию элементов и их соединений. Наряду с этим такое построение программы дает возможность развивать полученные первоначально теоретические сведения на богатом фактическом материале химии элементов.

Программа построена с учетом реализации межпредметных связей с курсом физики 7 класса, где изучаются основные сведения о строении атомов, и биологии 9 класса, где дается знакомство с химической организацией клетки и процессами обмена веществ.

Ведущими идеями предлагаемого курса являются: материальное единство веществ природы, их генетическая связь;

-причинно-следственные связи между составом, строением, свойствами и применением веществ;

-познаваемость веществ и закономерностей протекания химических реакций;

-объясняющая и прогнозирующая роль теоретических знаний для фактологического материала химии элементов;

-конкретное химическое соединение представляет собой звено в непрерывной цепи превращений веществ, оно участвует в круговороте химических элементов и в химической эволюции;

-законы природы объективны и познаваемы; знание законов химии дает возможность управлять химическими превращениями веществ, находить экологически безопасные способы производства и охраны окружающей среды от загрязнения;

-наука и практика взаимосвязаны: требования практики — движущая сила развития науки, успехи практики обусловлены достижениями науки;

-развитие химической науки и химизация народного хозяйства служат интересам человека и общества в целом, имеют гуманистический характер и призваны способствовать решению глобальных проблем современности.

Основное содержание курса химии 8 класса составляют сведения о химическом элементе и формах его существования — атомах, изотопах, ионах, простых веществах и их важнейших соединениях (оксидах и других бинарных соединениях, кислотах, основаниях и солях), о строении вещества (типологии химических связей и видах кристаллических решеток).

Закономерностях протекания реакции и их классификации.

В содержании курса 9 класса вначале обобщенно раскрыты сведения о свойствах классов веществ — металлов и неметаллов, а затем подробно освещены свойства щелочных и щелочноземельных металлов и галогенов. Наряду с этим в курсе раскрываются также и свойства отдельных важных в народнохозяйственном отношении веществ. Заканчивается курс знакомством с органическими соединениями, в основе отбора которых лежит идея генетического развития органических веществ от углеводов до биополимеров (белков и углеводов).

Программа по химии для 10—12 классов общеобразовательных учебных заведений является логическим продолжением курса для основной школы. Поэтому она разработана с опорой на курс химии 8—9 классов. Результатом

этого явилось то, что некоторые, преимущественно теоретические, темы основного курса химии рассматриваются снова, но уже на более высоком, расширенном и углубленном уровне. Делается это осознанно с целью формирования единой целостной химической картины мира. Для обеспечения преемственности между основной и старшей ступенями обучения в общеобразовательных учебных заведениях.

Курс четко делится на три части, соответственно годам обучения: органическую (10 класс), органическую и общую (11 класс) и общую химию (12 класс). Органическая химия рассматривается в 10 -11 классах и строится с учетом знаний, полученных учащимися в основной школе. Поэтому ее изучение начинается с повторения важнейших понятий органической химии, рассмотренных в основной школе.

После повторения важнейших понятий рассматривается строение и классификация органических соединений, теоретическую основу которой составляет современная теория химического строения с некоторыми элементами электронной теории и стереохимии. Логическим продолжением ведущей идеи о взаимосвязи «состава — строения — свойств» веществ является тема «Химические реакции в органической химии», которая знакомит учащихся с классификацией реакций в органической химии и дает представление о некоторых механизмах их протекания.

Полученные в первых темах теоретические знания учащихся затем закрепляются и развиваются на богатом фактическом материале химии классов органических соединений, которые рассматриваются в порядке усложнения от более простых (углеводородов) до наиболее сложных — биополимеров. Такое построение курса позволяет усилить дедуктивный подход к изучению органической химии.

Курс общей химии изучается в 11-12 классах и ставит своей задачей интеграцию знаний учащихся по неорганической и органической химии на самом высоком уровне общеобразовательной школы с целью формирования у них единой химической картины мира. Ведущая идея курса — единство неорганической и органической химии на основе общности их понятий, законов и теорий, а также на основе общих подходов к классификации органических и неорганических веществ и закономерностям протекания химических реакций между ними. Такое построение курса общей химии позволяет подвести учащихся к пониманию материальности и познаваемости единого мира веществ, причин его красочного многообразия, всеобщей связи явлений.

В свою очередь, это дает возможность учащимся не только лучше усвоить собственно химическое содержание, но и понять роль и место химии в системе наук о природе. Такое построение курса позволяет в полной мере использовать в обучении логические операции мышления: анализ и синтез, сравнение и аналогию, систематизацию и обобщение.

Значительное место в содержании курса отводится химическому эксперименту. Он открывает возможность формировать у учащихся специальные предметные умения работать с химическими веществами, выполнять простые химические опыты, учит школьников безопасному и экологически грамотному обращению с веществами в быту и на производстве.

Практические работы сгруппированы в блоки — химические практикумы, которые служат не только средством закрепления умений и навыков, но также и средством контроля за качеством их сформированности.

Каждая часть курса рассчитана . Распределение времени по темам ориентировочное. Учитель может обоснованно изменять последовательность изучения вопросов и время на их изучение.

Аналогично по усмотрению учителя изучаются и некоторые не предусмотренные обязательным минимумом вопросы курса (например, индукционный и мезомерный эффекты, дуализм частиц микромира, механизмы реакций, константа равновесия, принцип Паули или правило Гунда и др.), которые можно дать в ознакомительном плане или только на уровне пользования. Предусмотренные в курсе основной школы 5-часовые темы-модули «Химия и экология» (рекомендуется для городских школ) могут быть рассмотрены на завершающем этапе изучения химии за счет дополнительного времени, выделяемого из резерва школьного компонента, так как предполагают реализацию в какой-то мере именно регионального и школьного компонентов.

-

Содержание программы

Неорганическая химия

8 класс

(0,572 в неделю; всего 21 ч)

Введение 1ч

Химия — наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Понятие о химическом элементе и формах его существования: свободных атомах, простых и сложных веществах.

Превращения веществ. Отличие химических реакций от физических явлений. Роль химии в жизни человека. Хемофилия и хемофобия.

Краткие сведения по истории возникновения и развития химии. Период алхимии. Понятие о философском камне. Химия в XVI в. Развитие химии на Руси. Роль отечественных ученых в становлении химической науки — работы М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.

Химическая символика. Знаки химических элементов и происхождение их названий. Химические формулы. Индексы и коэффициенты. Относительные атомная и молекулярная массы.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, ее структура: малые и большие периоды, группы и подгруппы. Периодическая система как справочное пособие для получения сведений о химических элементах.

Тема 1. Атомы химических элементов (3ч)

Атомы как форма существования химических элементов. Основные сведения о строении атомов. Доказательства сложности строения атомов. Опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома.

Состав атомных ядер: протоны, нейтроны. Относительная атомная масса. Взаимосвязь понятий «протон», «нейтрон», «относительная атомная масса».

Изменение числа протонов в ядре атома — образование новых химических элементов.

Изменение числа нейтронов в ядре атома — образование изотопов. Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидности атомов одного химического элемента.

Электроны. Строение электронных уровней атомов химических элементов малых периодов. Понятие о завершённом электронном уровне.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атомов: физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода.

Изменение числа электронов на внешнем электронном уровне атома химического элемента — образование положительных и отрицательных ионов. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Причины изменения металлических и неметаллических свойств в периодах и группах. Образование бинарных соединений. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионной связи. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой — образование двухатомных молекул простых веществ. Ковалентная неполярная химическая связь. Электронные и структурные формулы.

Взаимодействие атомов неметаллов между собой — образование бинарных соединений неметаллов. Электроотрицательность. Понятие о полярной ковалентной связи.

Взаимодействие атомов металлов между собой — образование металлических кристаллов. Понятие о металлической связи.

Демонстрации.

Модели атомов химических элементов.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Тема 2. Простые вещества (2 ч)

Положение металлов и неметаллов в периодической системе. Важнейшие простые вещества-металлы: железо, алюминий, кальций, магний, натрий, калий. Общие физические свойства металлов.

Важнейшие простые вещества-неметаллы, образованные атомами кислорода, водорода, азота, серы, фосфора, углерода. Молекулы простых веществ-неметаллов: водорода, кислорода, азота, галогенов. Относительная молекулярная масса.

Способность атомов химических элементов к образованию нескольких простых веществ — аллотропия. Аллотропные модификации кислорода, фосфора, олова. Металлические и неметаллические свойства простых веществ. Относительность этого понятия.

Число Авогадро. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярный объем газообразных веществ. Кратные единицы измерения количества вещества — миллимоль и киломоль, миллимолярная и киломолярная массы вещества, миллимолярный и киломолярный объемы газообразных веществ.

Расчеты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «число Авогадро».

Демонстрации.

Получение озона. Образцы белого и серого олова, белого и красного фосфора. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль. Молярный объем газообразных веществ.

Лабораторные опыты.

1. Получение и свойства озона.

2. Составление моделей молекул и кристаллов с разным видом химической связи.

Тема 3. Соединения химических элементов (3ч)

Степень окисления. Определение степени окисления элементов в бинарных соединениях. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названий.

Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, хлориды, сульфиды и пр. Составление их формул.

Бинарные соединения неметаллов: оксиды, летучие водородные соединения, их состав и названия. Представители оксидов: вода, углекислый газ, негашеная известь. Представители летучих водородных соединений: хлороводород и аммиак.

Основания, их состав и названия. Растворимость оснований в воде.

Представители щелочей: гидроксиды натрия, калия и кальция. Понятие об индикаторах и качественных реакциях.

Кислоты, их состав и названия. Классификация кислот. Представители кислот: серная, соляная, азотная. Изменение окраски индикаторов.

Соли как производные кислот и оснований. Их состав и названия.

Растворимость солей в воде. Представители солей: хлорид натрия, карбонат и фосфат кальция.

Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток.

Чистые вещества и смеси. Примеры жидких, твердых и газообразных смесей.

Свойства чистых веществ и смесей. Их состав. Массовая и объемная доли компонента смеси. Расчеты, связанные с использованием понятия «доля».

Демонстрации.

Образцы оксидов, кислот, оснований и солей. Модели кристаллических решеток хлорида натрия, алмаза, оксида углерода (IV). Модели атомов. Взрыв смеси водорода с воздухом. Разделение смесей.

Лабораторные опыты.

1. Знакомство с образцами веществ разных классов.

2. Разделение смесей с помощью делительной воронки.

3. Дистилляция воды.

Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (2 ч)

Понятие явлений как изменений, происходящих с веществом.

Явления, связанные с изменением кристаллического строения вещества при постоянном его составе, — физические явления. Физические явления в химии: дистилляция, кристаллизация, выпаривание и возгонка веществ.

Явления, связанные с изменением состава вещества, — химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций. Выделение теплоты и света — реакции горения. Понятие об экзо- и эндотермических реакциях.

Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций.

Типы химических реакций: разложения, соединения, замещения и обмена.

Расчеты по химическим уравнениям. Решение задач на нахождение количества, массы или объема продукта реакции по количеству, массе или объему исходного вещества. Расчеты с использованием понятия «доля», когда исходное вещество дано в виде раствора с заданной массовой долей растворенного вещества или содержит определенную долю примесей.

Демонстрации.

Примеры физических явлений: а) плавление парафина; б) возгонка иода или бензойной кислоты; в) растворение перманганата калия; г) диффузия душистых веществ с горящей лампочки накаливания. Примеры химических явлений: а) горение магния, фосфора; б) взаимодействие соляной кислоты с мрамором или мелом; в) получение гидроксида меди (II); г) растворение полученного гидроксида в кислотах; д) взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой при нагревании; е) разложение перманганата калия; ж) взаимодействие разбавленных кислот с металлами.

Лабораторные опыты.

1. Сравнение скорости испарения воды и спирта по исчезновению их капель на фильтровальной бумаге.
2. Окисление меди в пламени спиртовки или горелки.
3. Помутнение известковой воды от выдыхаемого углекислого газа.
4. Получение углекислого газа взаимодействием соды и кислоты.
5. Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом.

Тема 5. Практикум № 1.

«Простейшие операции с веществом» (2 ч)

1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами.
2. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание.
3. Анализ почвы и воды.
4. Признаки химических реакций.
5. Получение водорода и его свойства.
6. Получение кислорода и его свойства.
7. Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе.

Тема 6. Скорость химических реакций.

Химическое равновесие (2ч)

Понятие о скорости химических реакций. Единицы измерения скорости химических реакций. Факторы, определяющие скорость химических реакций: природа реагирующих веществ, их концентрация, влияние температуры, величина поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Действие катализатора на скорость химических реакций. Понятие о ферментах.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие и его динамический характер. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип ЛеШателье.

Демонстрации.

Опыты, показывающие зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ (взаимодействие цинка с соляной и уксусной кислотами), от величины площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ (взаимодействие различных по размеру гранул цинка с соляной кислотой), от концентрации и температуры (взаимодействие цинка с серной кислотой разной концентрации при разных температурах), от катализатора (разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV)).

Примеры необратимых реакций, протекающих в растворах с образованием газа, осадка или воды. Примеры обратимых реакций; смещение равновесия химической реакции, протекающей между роданидом аммония и хлоридом железа (III) в растворе.

Лабораторный опыт. Изучение влияния условий на скорость химических реакций.

Тема 7. Растворение. Растворы.

Свойства растворов электролитов (5 ч)

Растворение как физико-химический процесс. Понятие о гидратах и кристаллогидратах. Растворимость. Кривые растворимости как модель зависимости растворимости твердых веществ от температуры. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Значение растворов для природы и сельского хозяйства.

Понятие об электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциаций электролитов с различным характером связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Основные положения теории электролитической диссоциации. Ионные уравнения реакций. Реакции обмена, идущие до конца.

Классификация ионов и их свойства.

Кислоты, их классификация. Диссоциация кислот и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Молекулярные и ионные уравнения реакций.

Взаимодействие кислот с металлами. Электрохимический ряд напряжений металлов. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. Взаимодействие кислот с основаниями — реакция нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот.

Основания, их классификация. Диссоциация оснований и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие оснований с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств оснований. Взаимодействие щелочей с оксидами неметаллов.

Соли, их диссоциация и свойства в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие солей с металлами, особенности этих реакций. Взаимодействие солей с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств солей.

Обобщение сведений об оксидах, их классификации и свойствах.

Генетические ряды металла и неметалла, генетическая связь между классами неорганических веществ.

Окислительно-восстановительные реакции.

Определение степеней окисления для элементов, образующих вещества разных классов. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель, окисление и восстановление.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Свойства простых веществ — металлов и неметаллов, кислот и солей в свете окислительно-восстановительных реакций.

Демонстрации. Испытание веществ и их растворов на электропроводность. Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации. Движение окрашенных ионов в электрическом поле. Взаимодействие цинка с серой, соляной кислотой, хлоридом меди (II). Горение магния. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды.

Лабораторные опыты.

1. Реакции, характерные для растворов кислот (соляной или серной).
2. Реакции, характерные для растворов щелочей (гидроксидов натрия или калия).
3. Получение и свойства не растворимого основания, например гидроксида меди; (II).
4. Реакции, характерные для растворов солей (например, для хлорида меди (II)).
5. Реакции, характерные для основных оксидов (для оксида кальция).
6. Реакции, характерные для кислотных оксидов! (для углекислого газа).

Тема 8. Практикум № 2.

«Свойства растворов электролитов» (1 ч)

Условия течения химических реакций между; растворами электролитов до конца. 2. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей. 3. Решение экспериментальных задач.

Основные требования к знаниям и умениям учащихся 8 класса

Зачетный раздел №1

Введение. Атомы химических элементов. Простые вещества. Соединения химических элементов.

Требования к усвоению теоретического учебного материала.

Знать основные положения атомно-молекулярного учения; в свете этого учения определять и применять следующие понятия;: относительная атомная и относительная молекулярная массы, смеси, простые и сложные вещества, химический элемент, валентность, растворимость, оксиды;:, смысл химических формул и уравнений; знать состав молекул оснований, кислот и солей, классификацию сложных химических веществ; знать современную формулировку периодического закона химических элементов, основные закономерности, отраженные в периодической системе, строение электронных оболочек атомов первых четырех периодов.

Требования к усвоению методов.

Уметь обращаться с пробирками, лабораторным штативом, спиртовкой; растворять твердые вещества; проводить нагревание, отстаивание, фильтрование; составлять формулы соединений, состоящих из двух элементов, на основании знания валентности элементов; вычислять по формулам относительные молекулярные массы веществ; уметь составлять формулы сложных химических соединений, сравнивать состав и свойства изученных веществ; анализировать наблюдаемые опыты; уметь составлять формулы строения всех атомов первых трех периодов, давать характеристику элементов главных подгрупп по положению в периодической системе и строению атома, устанавливать формы соединений ,вид химической связи.

Требования к усвоению фактов.

Знать валентность элементов (не менее 5), относительные атомные массы важнейших элементов; знать формулы важнейших кислот, щелочей, солей, оксидов; общие химические свойства гидроксидов металлов, кислот, оксидов и солей

Требования к усвоению химического языка.

Знать символы важнейших химических элементов (не менее 20). Уметь называть изученные вещества, читать формулы простых веществ, оксидов, химические уравнения;

Зачетный раздел №2

Изменения происходящие с веществами. Простейшие операции с веществом (химический практикум). Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Требования к усвоению теоретического учебного материала.

Знать и применять следующие понятия: химическая реакция и физическое явление, типы реакций (разложение, соединение, замещение); формулировать и применять закон сохранения массы веществ; объяснять сущность химических превращений и причины многообразия химических соединений, иметь понятие о скорости химических реакций и обратимых и необратимых химических реакциях, устанавливать генетическую связь между классами неорганических соединений и зависимость между составом вещества, его свойствами и применением.

Требование к усвоению методов

Уметь собирать прибор для получения кислорода, наполнять им сосуды способами вытеснения воды и воздуха; определять кислород, производить расчеты по термохимическим уравнениям. Уметь проверять на чистоту водород и поджигать его; распознавать кислоты, щелочи и соли, уметь обращаться с лабораторным оборудованием; соблюдать правила техники безопасности; проводить простые химические опыты; наблюдать за химическими процессами и оформлять результаты наблюдений; уметь производить расчеты по химическим формулам и уравнениям с использованием изученных понятий.

Требования к усвоению фактов.

Знать формулы важнейших кислот, щелочей, солей, оксидов; общие химические свойства гидроксидов металлов, кислот, оксидов, солей; знать факторы, определяющие скорость химических реакций и состояние химического равновесия;

Требование к усвоению химического языка

Уметь выражать химические превращения изученных веществ при помощи химических уравнений, называть вещества по формулам, составлять формулы по названию, химические уравнения с электронным балансом на примере изучаемых окислительно-восстановительных реакций.

Зачетный раздел № 3. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов.

Требование к усвоению теоретического материала.

Знать классификацию химических веществ, их состав, сущность электролитической диссоциации, определять и применять понятия: сильные и слабые электролиты, кислота, основание, амфотерное соединение, соль; общие свойства сложных веществ-оксидов, оснований, кислот, солей.

Требование к усвоению методов.

Уметь составлять полные и сокращенные ионные уравнения реакций и разъяснять их смысл в свете представлений об электролитической диссоциации и строение вещества, объяснять влияние вида химической связи на диссоциацию веществ в водных растворах. Определять заряды ионов в растворах электролитов, используя таблицы растворимости оснований, кислот, солей; производить опыты иллюстрирующие свойства кислот, щелочей, оксидов, солей, амфотерных соединений, определять присутствие катионов водорода и анионов гидроксогрупп. Уметь готовить растворы с определенной массой долей растворенного вещества.

Требования к усвоению фактов

Знать формулы важнейших щелочей, кислот, солей; условия, при которых реакции протекают необратимо.

Требования к усвоению химического языка.

Уметь читать формулы сложных химических веществ, выражать происходящие химические превращения с участием электролитов, составлять полные и сокращенные ионные уравнения реакций; записывать уравнения реакции диссоциации щелочей, солей, кислот.

Требования и результаты усвоения учебного материала по неорганической химии

8 класс

Учащиеся должны знать:

основные формы существования химического элемента (свободные атомы, простые и сложные вещества); основные сведения о строении атомов элементов малых периодов; основные виды химических связей; типы кристаллических решеток; факторы, определяющие скорость химических реакций и состояние химического равновесия; типологию химических реакций по различным признакам; сущность электролитической диссоциации; названия, состав, классификацию и свойства важнейших классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации и с позиций окисления-восстановления.

Учащиеся должны уметь:

- а) применять следующие понятия: химический элемент, атом, изотопы, ионы, молекулы; простое и сложное вещество; аллотропия; относительная атомная и молекулярная массы, количество вещества, молярная масса, молярный объем, число Авогадро; электроотрицательность, степень окисления, окислительно-восстановительный процесс; химическая связь, ее виды и разновидности; химическая реакция и ее классификации; скорость химической реакции и факторы ее зависимости; обратимость химических реакций, химическое равновесие и условия его смещения; электролитическая диссоциация, гидратация молекул и ионов; ионы, их классификация и свойства; электрохимический ряд напряжений металлов;
- б) разьяснять смысл химических формул и уравнений; объяснять действие изученных закономерностей (сохранения массы веществ при химических реакциях); определять степени окисления атомов химических элементов по формулам их соединений; составлять уравнения реакций, определять их вид и характеризовать окислительно-восстановительные реакции, определять по составу (химическим формулам) принадлежность веществ к различным классам соединений и характеризовать их химические свойства, в том числе и в свете теории электролитической диссоциации; устанавливать генетическую связь между классами неорганических соединений и зависимость между составом вещества и его свойствами;
- в) обращаться с лабораторным оборудованием; соблюдать правила техники безопасности; проводить простые химические опыты; наблюдать за химическими процессами и оформлять результаты наблюдений;
- г) производить расчеты по химическим формулам и уравнениям с использованием изученных понятий.

9 класс

(0,572 ч в неделю; всего 21 ч)

Повторение основных вопросов курса 8 класса

и введение в курс 9 класса (1ч)

Характеристика элемента по его положению в периодической системе Д. И. Менделеева. Свойства оксидов, кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации и окисления-восстановления.

Понятие о переходных элементах. Амфотерность. Генетический ряд переходного элемента.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Тема 1. Металлы (5 ч)

Положение металлов в периодической системе Д. И. Менделеева.

Металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь. Общие физические свойства металлов. Химические свойства металлов как восстановителей, а также в свете их положения в электрохимическом ряду напряжений металлов. Коррозия металлов и способы борьбы с ней. Сплавы, их свойства и значение.

Общая характеристика щелочных металлов. Металлы в природе. Общие способы их получения. Строение атомов. Щелочные металлы — простые вещества. Важнейшие соединения щелочных металлов — оксиды, гидроксиды и соли (хлориды, карбонаты, сульфаты, нитраты), их свойства и применение в народном хозяйстве. Калийные удобрения.

группы II группы. Строение атомов. Щелочноземельные металлы — простые вещества. Важнейшие соединения щелочноземельных металлов — оксиды, гидроксиды и соли (хлориды, карбонаты, нитраты, сульфаты, фосфаты), их свойства и применение в народном хозяйстве.

Алюминий. Строение атома, физические и химические свойства простого вещества. Соединения алюминия — оксид и гидроксид, их амфотерный характер. Важнейшие соли алюминия. Применение алюминия и его соединений.

Железо. Строение атома, физические и химические свойства простого вещества. Генетические ряды Fe^{2+} и Fe^{3+} . Важнейшие соли железа. Значение железа и его соединений для природы и народного хозяйства.

Демонстрации. Образцы щелочных и щелочноземельных металлов. Образцы сплавов. Взаимодействие натрия, лития и кальция с водой. Взаимодействие натрия и магния с кислородом. Взаимодействие металлов с неметаллами. Получение гидроксидов железа (II) и (III).

Лабораторные опыты. 1. Получение и взаимодействие гидроксида цинка с растворами кислот и щелочей. 2. Рассмотрение образцов металлов. 3. Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. 4. Ознакомление с образцами природных соединений натрия, кальция, алюминия и рудами железа. 5. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

Тема 2. Неметаллы (7 ч)

Общая характеристика неметаллов: положение в периодической системе, особенности строения атомов, электроотрицательность (ЭО) как мера «неметалличности», ряд ЭО. Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл» — «неметалл».

Общая характеристика галогенов. Строение атомов. Простые вещества и основные соединения галогенов, их свойства. Краткие сведения о хлоре, бrome, фторе и иоде. Применение галогенов и их соединений в народном хозяйстве.

Сера. Строение атома, аллотропия, свойства и применение ромбической серы. Оксиды серы (IV и VI), их получение, свойства и применение. Серная кислота и ее соли, их применение в народном хозяйстве. Производство серной кислоты.

Азот. Строение атома и молекулы, свойства простого вещества. Аммиак, строение, свойства, получение и применение. Соли аммония, их свойства и применение. Оксиды азота (II) и (IV). Азотная кислота, ее свойства и применение. Нитраты и нитриты, проблема их содержания в сельскохозяйственной продукции. Азотные удобрения.

Фосфор. Строение атома, аллотропия, свойства белого и красного фосфора, их применение. Основные соединения: оксид фосфора (V) и ортофосфорная кислота, фосфаты. Фосфорные удобрения.

Углерод. Строение атома, аллотропия, свойства модификаций, применение. Оксиды углерода (II) и (IV), их свойства и применение. Карбонаты: кальцит, сода, поташ, их значение в природе и жизни человека.

Кремний. Строение атома, кристаллический кремний, его свойства и применение. Оксид кремния (IV), его природные разновидности. Силикаты. Значение соединений кремния в живой и неживой природе. Понятие о силикатной промышленности.

Демонстрации. Образцы галогенов — простых веществ. Взаимодействие галогенов с натрием, алюминием. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей. Взаимодействие серы с металлами, водородом и кислородом. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью, поглощение углем растворенных веществ или газов. Восстановление меди из ее оксида углем. Образцы природных соединений хлора, серы, фосфора, углерода, кремния. Образцы важнейших для народного хозяйства сульфатов, нитратов, карбонатов, фосфатов. Образцы стекла, керамики, цемента.

Лабораторные опыты. 1. Качественные реакции на хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы. 2. Распознавание солей аммония. 3. Ознакомление с природными силикатами. 4. Ознакомление с продукцией силикатной промышленности. 5. Получение углекислого газа и его распознавание.

Тема 3. Практикум № 1.

«Получение, свойства и распознавание

неорганических веществ» (1 ч)

1. Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств. 2. Получение аммиака и исследование его свойств. 3. Получение углекислого газа и изучение его свойств. Переход карбоната в гидрокарбонат и обратно. 4. Решение экспериментальных задач на распознавание важнейших катионов и анионов. 5. Практическое осуществление переходов.

ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

Тема 4. Органические соединения (5 ч)

Вещества органические и неорганические, относительность этого понятия. Причины многообразия углеродных соединений. Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.

А л к а н ы. Строение молекулы метана. Понятие о гомологическом ряде. Изомерия углеродного скелета. Химические свойства алканов: реакция горения, замещения, разложения и изомеризации. Применение метана.

Алкены. Этилен как родоначальник гомологического ряда алкенов. Двойная связь в молекуле этилена. Свойства этилена: реакции присоединения (водорода, галогена, галогеноводорода, воды) и окисления. Понятие о предельных одноатомных спиртах на примере этанола и двухатомных — на примере этиленгликоля. Трехатомный спирт — глицерин. Реакции полимеризации этилена. Полиэтилен и его значение.

А л к и н ы. Ацетилен. Тройная связь в молекуле ацетилена. Применение ацетилена на основе свойств: реакция горения, присоединения хлороводорода и дальнейшая полимеризация в поливинилхлорид, реакция гидратации ацетилена. Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида.

Окисление альдегида в кислоту. Одноосновные предельные карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Её свойства и применение.

Реакции этерификации и понятие о сложных эфирах. Жиры как сложные эфиры глицерина и жирных кислот.

Понятие об аминокислотах как амфотерных органических веществах. Реакции цоликонденсации. Белки, их строение и биологическая роль.

Понятие об углеводах. Глюкоза, ее свойства и значение. Крахмал и целлюлоза, их биологическая роль.

Демонстрации. Модели молекул метана и других углеводородов.

Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия. Получение ацетилена карбидным способом и его горение. Образцы этанола, этиленгликоля и глицерина. Окисление уксусной кислоты. Получение уксусно-этилового эфира. Омыление жира. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот. Цветные реакции белков. Взаимодействие глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра. Гидролиз глюкозы и крахмала.

Лабораторные опыты. 1. Изготовление моделей молекул углеводов. 2. Свойства глицерина.

Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II).

Взаимодействие крахмала с иодом.

Тема 5. Практикум № 2.

«Получение, свойства

и распознавание

органических веществ» (1 ч)

1. Получение и свойства этилена. 2. Решение экспериментальных задач на распознавание органических веществ с использованием качественных реакций на альдегиды, многоатомные спирты, крахмал и непредельные соединения. 3. Распознавание волокон

Тема-модуль. Химия и экология (1 ч)

(рекомендуется для городских школ)

Основные понятия экологии: среда обитания, экологические факторы, биосфера и ее основные элементы. Человек и биосфера. Уровни экологических проблем: локальный, региональный, глобальный. Взаимосвязь экологии и химии. Связь понятий «химический элемент», «вещество», «химическая реакция» с экологическими понятиями.

Природные и антропогенные источники веществ-загрязнителей окружающей среды. Характер воздействия вредных веществ на человека: общетоксическое, раздражающее, аллергическое, с отдаленными последствиями (канцерогенное, мутагенное). Нормирование загрязнений окружающей среды, понятия и критерии нормирования: ЛД₅₀ (летальная доза), ЛД₅₀ (летальная концентрация), ПДВ (предельно допустимые выбросы), ВДК (временно допустимые концентрации). Основные источники загрязнения атмосферы и современные способы очистки выбросов (абсорбция, адсорбция, конденсация, катализ). Источники загрязнения гидросферы и современные способы очистки сточных вод (физические, химические, биологические). Источники загрязнения литосферы, проблема городских и промышленных свалок и пути ее решения.

Химические элементы и их соединения в биосфере. Биохимические циклы элементов. Биологическая роль и круговороты важнейших неметаллических элементов в биосфере — кислорода, серы, азота, фосфора, углерода. Биометаллы — магний, кальций, железо, калий, натрий — и их роль в жизнедеятельности организмов. Антропогенные источники тяжелых металлов — меди, ртути, свинца и др., их воздействие на организм и биохимические циклы. Органические вещества в жизни растений, животных и человека, их хемокоммуникационная роль. Взаимодействие растений и животных посредством органических веществ (красители, пахучие вещества, феромоны). Токсичность и пути воздействия некоторых органических веществ (спирты,

фенолы, альдегиды, анилин, полициклические углеводороды) на организм человека. Нефть, уголь и охрана окружающей среды. Решение задач, упражнений с экологическим содержанием и контролирующими заданиями.

Демонстрации. Образцы сточных вод различных предприятий, гальванических шлаков, твердых остатков в циклонах и электрофильтрах. Коллекции веществ-коагулянтов, катализаторов, обезвреживающих выбросы в атмосферу. Влияние оксида серы (IV) на растения; действие нефти и нефтепродуктов на растения; влияние синтетических моющих средств на водную экосистему.

Лабораторные опыты. 1. Извлечение ионов меди из промывных вод гальванических ванн меднения методом цементации. 2. Очистка воды от аммиака ионообменным способом. 3. Качественные реакции на нитрат-, нитрит- и фосфат-ионы. 4. Обнаружение серы и азота в органических соединениях. 5. Качественные реакции на ионы тяжелых металлов-свинца, цинка, меди и

Основные требования к знаниям и умениям учащихся 9 класса

ЗАЧЕТНЫЙ РАЗДЕЛ № 1. МЕТАЛЛЫ.

Требования к усвоению теоретического материала.

Уметь давать определения и применять понятия; металлическая связь, сплавы, электролиз, коррозия металлов, жесткость воды; понимать причину общности физических и химических свойств металлов на основании их положения в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строения атома, нахождения в электрохимическом ряду напряжений металлов; причину амфотерности соединений алюминия, изменений свойств металлов главных подгрупп в периоде; объяснять возможность проявления разных степеней окисления у металлов побочных подгрупп (на примере железа); знать основные способы промышленного получения металлов.

Требования к усвоению методов.

Уметь характеризовать свойства металлов на основании положения в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и строения атома; экспериментально получать из металлов растворимые и нерастворимые гидроксиды металлов, объяснять амфотерный характер оксидов в зависимости от среды (кислотной или щелочной); уметь вычислять массу или объем

продукта реакции по известной массе или объему одного из исходных веществ, содержащих примеси.

Требования к усвоению химического языка.

Совершенствовать умения записывать степени окисления элементов, составлять по схемам молекулярные, ионные уравнения реакций, используя знания о химических свойствах металлов.

Требования к усвоению фактов.

Знать свойства металлов 1,2,3 групп главных подгрупп, их соединений-оксидов, гидроксидов, солей; свойства железа как представителя металлов побочных подгрупп и свойства его соединений в степенях окисления +2, +3, устройство и принцип действия доменной и мартеновских печей, конвертора; уметь доказывать амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия.

ЗАЧЕТНЫЙ РАЗДЕЛ №2. НЕМЕТАЛЛЫ. ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ.

Требования к усвоению теоретического материала.

Уметь обосновывать общие свойства элементов главных подгрупп 6, 5, 4 групп, исходя из особенностей строения атомов и химической связи в образуемых ими соединениях; объяснять химическое равновесие и его смещение под действием температуры, давления; понимать взаимосвязь теории и практики, основную задачу химии- получение веществ с заданными свойствами в соответствии потребностями практики, приводить примеры международного сотрудничества и охране окружающей среды.

Требования к усвоению методов.

Уметь устанавливать причинно-следственные связи между строением атомов (молекул) азота, кислорода, серы, углерода , кремния и их химическими свойствами; осуществлять дедуктивные умозаключения о свойствах веществ (на примере: типичный неметалл- кислотный оксид- кислота); переносить известные сведения о свойствах кислотных оксидов и кислот на изученные оксиды серы (4) и (6), углерода (4), кремния (4), серной кислоты, азотной кислоты (общие свойства); знать принципы химического производства; уметь определять по характерным реакциям сульфат- ионы, нитрат- ионы, и ионы аммония. Уметь пользоваться приборами для получения аммиака, оксида углерода (4); вычислять массу, объем или количество вещества по известным данным об исходных веществах, одно из которых дано в избытке, массовую долю выхода продукта от теоретически возможного.

Требования к усвоению фактов.

Знать общие свойства и применение серы, серной кислоты, сульфатов, азота, аммиака, азотной кислоты, нитратов, аллотропных видоизменений углерода, оксидов углерода (2) и (4), карбонатов, кремния, оксида кремния (4),

силикатов. Знать индивидуальные свойства серной и азотной кислот, особенности угольной и кремниевой кислот, химические реакции, лежащие в основе производства серной кислоты, аммиака

Требования к усвоению химического языка.

Уметь составлять формулы по названиям: сульфатов, гидросульфатов, сульфитов, сульфидов, нитратов, фосфатов, гидрофосфатов, карбонатов, гидрокарбонатов, силикатов; называть вещества по формулам; записывать изученные химические превращения в свете представлений об электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных процессах.

ЗАЧЕТНЫЙ РАЗДЕЛ №3. ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА.

Требования к усвоению теоретического материала.

Знать основные положения теории химического строения веществ, электронную природу химической связи, влияние типа связи на химические свойства органических веществ; понимать и применять понятия: изомерия, изомеры, гомология и гомологический ряд; тип химической связи (ординарная, двойная, тройная, ароматическая); давать характеристику строения и свойств функциональных групп изученных органических веществ.

Уметь разъяснять на примерах причины многообразия органических веществ. Понимать материальное единство органических и неорганических веществ, причинно-следственную зависимость между составом, строением и свойствами, смысл структурных и электронных формул.

Требования к усвоению методов.

Уметь находить молекулярную формулу органического вещества на основании его плотности и массовых долей элементов; составлять структурные формулы; высказывать суждения о свойствах изучаемых веществ на основании строения их молекул и о строении - по их свойствам; Определять по характерным реакциям органические вещества

Требования к усвоению фактов.

Знать химические свойства изученных органических веществ; знать формулы и названия важнейших представителей изученных классов органических веществ, способы их получения и применения; выявлять генетическую связь между различными гомологическими рядами.

Требования к усвоению химического языка.

Уметь составлять молекулярные и структурные формулы и называть вещества по формулам, выражать химические превращения с веществами при помощи молекулярных и структурных формул.

Требования к результатам усвоения
учебного материала по неорганической химии

9 класс

Учащиеся должны знать:

положение металлов и неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева; общие физические и химические свойства металлов и основные способы их получения; основные свойства и применение важнейших соединений щелочных и щелочноземельных металлов; алюминия; качественные реакции на важнейшие катионы и анионы. 1

Учащиеся должны уметь:

- а) давать определения и применять следующие понятия: сплавы, коррозия металлов, переходные элементы, амфотерность;
- б) характеризовать свойства классов химических элементов (металлов), групп химических элементов (щелочных и щелочноземельных металлов, галогенов) и важнейших химических элементов (алюминия, железа, серы, азота, фосфора, углерода и кремния) в свете изученных теорий;
- в) распознавать важнейшие катионы и анионы;
- г) решать расчетные задачи с использованием изученных понятий.

Требования к результатам усвоения
учебного материала по органической химии

9 класс

Учащиеся должны знать:

- а) причины многообразия углеродных соединений (изомерию); виды связей (одинарную, двойную, тройную); важнейшие функциональные группы органических веществ, номенклатуру основных представителей групп органических веществ;
- б) строение, свойства и практическое значение метана, этилена, ацетилена, одноатомных и многоатомных спиртов, уксусного альдегида и уксусной кислоты;
- в) понятие об альдегидах, сложных эфирах, жирах, аминокислотах, белках и углеводах; реакциях этерификации, полимеризации и поликонденсации.

Учащиеся должны уметь:

- а) разъяснять на примерах причины многообразия органических веществ, материальное единство и взаимосвязь органических веществ, причинно-

следственную зависимость между составом, строением, свойствами и практическим использованием веществ;

б) составлять уравнения химических реакций, подтверждающих свойства изученных органических веществ, их генетическую связь;

в) выполнять обозначенные в программе эксперименты и распознавать важнейшие органические вещества.

Требования и результаты усвоения

учебного материала по неорганической химии

8 класс

Учащиеся должны знать:

основные формы существования химического элемента (свободные атомы, простые и сложные вещества); основные сведения о строении атомов элементов малых периодов; основные виды химических связей; типы кристаллических решеток; факторы, определяющие скорость химических реакций и состояние химического равновесия; типологию химических реакций по различным признакам; сущность электролитической диссоциации; названия, состав, классификацию и свойства важнейших классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации и с позиций окисления-восстановления.

Учащиеся должны уметь:

а) применять следующие понятия: химический элемент, атом, изотопы, ионы, молекулы; простое и сложное вещество; аллотропия; относительная атомная и молекулярная массы, количество вещества, молярная масса, молярный объем, число Авогадро; электроотрицательность, степень окисления, окислительно-восстановительный процесс; химическая связь, ее виды и разновидности;

химическая реакция и ее классификации; скорость химической реакции и факторы ее зависимости; обратимость химических реакций, химическое равновесие и условия его смещения; электролитическая диссоциация, гидратация молекул и ионов; ионы, их классификация и свойства; электрохимический ряд напряжений металлов;

б) разъяснять смысл химических формул и уравнений; объяснять действие изученных закономерностей (сохранения массы веществ при химических реакциях); определять степени окисления атомов химических элементов по формулам их соединений; составлять уравнения реакций, определять их вид и характеризовать окислительно-восстановительные реакции, определять по составу (химическим формулам) принадлежность веществ к различным классам соединений и характеризовать их химические свойства, в том числе и в свете теории электролитической диссоциации; устанавливать генетическую связь между классами неорганических соединений и зависимость между составом вещества и его свойствами;

в) обращаться с лабораторным оборудованием; соблюдать правила техники безопасности; проводить простые химические опыты; наблюдать за химическими процессами и оформлять результаты наблюдений;

г) производить расчеты по химическим формулам и уравнениям с использованием изученных понятий.

Требования к результатам усвоения

учебного материала по неорганической химии

9 класс

Учащиеся должны знать:

положение металлов и неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева; общие физические и химические свойства металлов и основные способы их получения; основные свойства и применение важнейших соединений щелочных и щелочноземельных металлов; алюминия; качественные реакции на важнейшие катионы и анионы. 1

Учащиеся должны уметь:

а) давать определения и применять следующие понятия: сплавы, коррозия металлов, переходные элементы, амфотерность;

б) характеризовать свойства классов химических элементов (металлов), групп химических элементов (щелочных и щелочноземельных металлов, галогенов) и важнейших химических элементов (алюминия, железа, серы, азота, фосфора, углерода и кремния) в свете изученных теорий;

в) распознавать важнейшие катионы и анионы;

г) решать расчетные задачи с использованием изученных понятий.

Требования к результатам усвоения

учебного материала по органической химии

9 класс

Учащиеся должны знать:

- а) причины многообразия углеродных соединений (изомерию); виды связей (одинарную, двойную, тройную); важнейшие функциональные группы органических веществ, номенклатуру основных представителей групп органических веществ;
- б) строение, свойства и практическое значение метана, этилена, ацетилен, одноатомных и многоатомных спиртов, уксусного альдегида и уксусной кислоты;
- в) понятие об альдегидах, сложных эфирах, жирах, аминокислотах, белках и углеводах; реакциях этерификации, полимеризации и поликонденсации.

Учащиеся должны уметь:

- а) разъяснять на примерах причины многообразия органических веществ, материальное единство и взаимосвязь органических веществ, причинно-следственную зависимость между составом, строением, свойствами и практическим использованием веществ;
- б) составлять уравнения химических реакций, подтверждающих свойства изученных органических веществ, их генетическую связь;
- в) выполнять обозначенные в программе эксперименты и распознавать важнейшие органические вещества

Календарно-тематическое планирование для 8 класса (индивидуальное обучение)

Из расчета 0,572 часа в неделю, всего 21 часа

| Номер урока | Дата | Тема урока | Изучаемые вопросы | Эксперимент (Д-демонстрация, Л – лабораторный) | Д/з |
|-------------|------|--|--|--|--|
| | | | ВВЕДЕНИЕ – 1 час. | | |
| 1. | | <p>. Предмет химии. Вещества. Превращение веществ. Роль химии в нашей жизни.</p> <p>. Знаки (символы) химических элементов. Периодическая таблица химических элементов Д.И. Менделеева. Химические формулы. Относительные атомная и молекулярная массы</p> | <p>Что изучает химия. Простые и сложные вещества. Свойства веществ.</p> <p>Химический элемент. Формы существования химического элемента</p> <p>Химические явления, их отличие от физических явлений. Достижения химии и их правильное использование</p> <p>История возникновения и развития химии.</p> <p>Роль отечественных ученых в становлении химической науки. Основные законы химии</p> <p>Обозначение химических элементов, их названия. Происхождение названий химических элементов. Общее знакомство со структурой Периодической таблицы: периоды и группы. Периодическая таблица как справочное пособие для получения сведений о химических элементах</p> <p>Химическая формула, индекс, коэффициент: записи и чтение формул.</p> <p>Масса атомов и молекул. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса</p> | <p>Д. Коллекции изделий — тел из алюминия и стекла</p> <p>Д. 1. Взаимодействие соляной кислоты с мрамором.</p> <p>2. Помутнение «известковой воды»</p> | <p>§ 1</p> <p>упр.3, 4, 5</p> <p>§ 2,</p> <p>упр. 1—5</p> <p>§ 3, упр. 1, 5</p> <p>§ 4</p> <p>5 §,</p> <p>упр. 1—5</p> |
| | | Тема 1. Атомы химических элементов (3час) | | | |
| 1(2) | | <p>Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны</p> <p>) Изменение числа протонов в ядре — образование новых химических элементов.</p> | <p>Доказательства сложности строения атомов. опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома.</p> <p>Характеристика нуклонов. Взаимосвязь понятий: протон, нейтрон, массовое число</p> <p>Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидность атомов одного химического элемента</p> | | <p>§ 6,</p> <p>упр. 1, 3</p> <p>§ 7,</p> <p>упр. 1—4</p> |

| | | | | | |
|---------------------------------------|--|---|--|--|--|
| | | <p>) Электроны. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1-20. Периодическая таблица химических элементов Д.И. Менделеева и строение атомов.</p> | <p>Характеристика электронов. Строение электронных оболочек атомов элементов № 1—20. Понятие о завершённом и незавершённом электронных уровнях</p> <p>Физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода. Причины изменения свойств химических элементов в периодах и группах</p> | | <p>§ 8, упр. 1—5 § 9 упр. 1-3</p> |
| 2(3) | | <p>Взаимодействие атомов элементов неметаллов между собой — образование молекул простых веществ. Ковалентная неполярная химическая связь</p> <p>Взаимодействие атомов элементов неметаллов между собой — образование молекул соединений. Электроотрицательность (ЭО). Ковалентная полярная химическая связь</p> | <p>Схема образования двухатомных молекул (H_2, Cl_2, S_2, N_2). Электронные и структурные формулы.</p> <p>Кратность химической связи</p> <p>Схемы образования молекул соединений (HCl, H_2O, NH_3 и др.). Электронные и структурные формулы.</p> <p>Понятие об ЭО и ковалентной полярной химической связи</p> | | <p>§10, упр. 1—4 §11, упр. 1—4</p> |
| 3(4) | | <p>Взаимодействие атомов элементов-металлов между собой — образование металлических кристаллов</p> | <p>Понятие о металлической связи. Относительность деления химической связи на виды</p> | | <p>§ 12, упр. 1—3</p> |
| <p>Тема 2. Простые вещества (2 ч)</p> | | | | | |

| | | | | |
|--|--|--|--|---|
| 1(5) | <p>Простые вещества — металлы. Общие физические свойства металлов</p> <p>Простые вещества — неметаллы. Физические свойства неметаллов — простых веществ</p> <p>Аллотропия</p> | <p>Характеристика положения элементов-металлов в Периодической системе.</p> <p>Строение атомов металлов. Металлическая связь (повторение); физические свойства металлов — простых веществ</p> <p>Положение элементов-неметаллов в Периодической системе. Строение их атомов. Ковалентная связь (повторение).</p> <p>Физические свойства неметаллов — простых веществ. Химические формулы. Расчет относительной молекулярной массы. Понятие аллотропии на примере модификаций кислорода. Аллотропия фосфора, углерода, олова.</p> <p>Относительность понятий «металлические» и «неметаллические» свойства</p> | <p>Д. Коллекция металлов: Fe, Al, Ca, Mg, Na, K, Hg (последние два в запаянных ампулах)</p> <p>Д. Коллекция неметаллов: H₂, O₂ (в газометре), S, P, угля активированного, брома (в ампуле). Понятие аллотропии на примере модификаций кислорода. Аллотропия фосфора, углерода, олова. Относительность понятий «металлические» и «неметаллические» свойства</p> | <p>§ 13, упр. 1, 3, 4</p> <p>§ 14 табл. 3, упр. 3, 4 § 14, упр. 4</p> |
| 2(6) | <p>Количество вещества</p> <p>Молярная масса вещества</p> <p>Молярный объем газообразных веществ</p> | <p>Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль.</p> <p>Постоянная Авогадро</p> <p>Расчет молярных масс веществ по их химическим формулам. Миллимолярная и киломолярная массы.</p> <p>Выполнение упражнений с использованием понятий «постоянная Авогадро», «количество вещества», «масса», «молярная масса»</p> <p>Понятие о молярном объеме газов. Нормальные условия. Миллимолярный и киломолярный объем.</p> <p>Выполнение упражнений с использованием понятий «объем», «молярный объем», «масса», «количество вещества», «молярная масса»</p> | <p>Некоторые металлы и неметаллы количеством 1 моль, 1 ммоль, 1 кмоль</p> <p>Д. Модель молярного объема газов</p> | <p>§ 15 до слов: «Масса 1 моль называется молярной...», упр. 1, 2</p> <p>§ 15 до конца, упр. 3, 4</p> <p>§ 16, упр. 1—2</p> |
| Тема 3. Соединения химических элементов (3 ч) | | | | |
| 1(7) | <p>Степень окисления</p> <p>Бинарные соединения металлов и неметаллов: оксиды, хлориды, сульфиды и пр..</p> <p>) Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды, летучие водородные соединения</p> <p>Основания</p> | <p>Понятие о степени окисления.</p> <p>Определение степени окисления элементов по формулам соединений</p> <p>Составление формул бинарных соединений, общий способ их названий.</p> <p>Составление формул, их названия.</p> <p>Расчеты по формулам. Характеристика важнейших соединений. Представители их: H₂O, CO₂, CaO, HCl, NH₃</p> <p>Состав и названия оснований, их классификация. Расчеты по формулам оснований.</p> <p>Представители: NaOH, KOH, Ca(OH)₂</p> | <p>Д. Образцы хлоридов, сульфидов, оксидов, металлов</p> <p>Д. Образцы оксидов: P₂O₅, CO₂, SiO₂, H₂O; HCl и NH₃ (газы и растворы)</p> <p>Д. 1. Образцы щелочей (твердых и в растворе) и нерастворимых оснований.</p> <p>2. Изменение окраски индикаторов</p> | <p>§ 17, упр. 1, 2</p> <p>§ 18, упр. 1—6</p> <p>§ 19, упр. 1—6</p> |

| | | | | |
|------|--|--|--|--|
| 2(8) | Кислоты Соли как производные кислот и оснований | Состав и названия кислот. Их классификация. Расчеты по формулам кислот. Представители кислот: HCl , H_2SO_4 , H_2CO_3 Состав и названия солей. Расчеты по формулам солей. Представители: NaCl , CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | Д. 1. Образцы кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , некоторых других минеральных и органических кислот. 2. Изменение окраски индикаторов Д. 1. Образцы солей кислородсодержащих и бескислородных кислот. 2. Кальцит и его разновидности | §20, упр. 1—5 § 21, упр. 1—3 |
| 3(9) | Аморфные и кристаллические вещества. Межмолекулярные взаимодействия. Молекулярные кристаллические решетки. Ионные, атомные и металлические кристаллические решетки Чистые вещества и смеси Массовая и объемная доля компонентов смеси, в том числе и доля примесей | Понятия о межмолекулярном взаимодействии и молекулярной кристаллической решетке. Свойства веществ этим типом решетки. Свойства веществ с разным типом кристаллических решеток, их принадлежность к разным классам соединений. Взаимосвязь типов кристаллических решеток и видов химической связи Понятия о чистом веществе и смеси, их отличия. Примеры жидких и газообразных смесей. Сп Способы разделения смесей Понятие о доле компонента смеси. вычисление ее в смеси и расчет массы или объема вещества в смеси по его доле | Модели кристаллических решеток NaCl , алмаза, графита, металлов, CO_2 1. Взрыв смеси водорода с воздухом. 2. Различные образцы смесей. 3. Способы разделения смесей, в том числе и с помощью делительной воронки. Дистилляция воды | § 22, упр 1, 4, 5 §23 упр. 1, 2, 4 §24 упр.1—7 |

ЗАЧЕТ № 1

| Номер урока | Дата | Тема урока | Изучаемые вопросы | Эксперимент (Д- демонстрация, Л – лабораторный) | Д\з |
|-------------|------|--|-------------------|---|-----|
| | | Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (3 ч) | | | |

| | | | | |
|-------|--|---|--|---|
| 1(10) | <p>Физические явления. Химические реакции.</p> <p>Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения</p> | <p>Способы очистки веществ, основанных на их физических свойствах. Очистка питьевой воды. Перегонка нефти. Понятие о химических явлениях, их отличие от физических. Признаки и условия протекания химических реакций. Реакция горения. Экзо- и эндотермические реакции</p> <p>Количественная сторона химических реакций в свете учения об атомах и молекулах. Значение закона сохранения массы веществ. Роль М. В. Ломоносова и Д. Дальтона в открытии и утверждении закона сохранения массы веществ.</p> <p>Понятие о химическом уравнении как об условной записи химической реакции с помощью химических формул. Значение индексов и коэффициентов.</p> <p>Составление уравнений химических реакций</p> | <p>Д. 1. Плавление парафина. Возгонка I_2(йода) и бензойной кислоты.</p> <p>2. Диффузия душистых веществ на горячей лампочке накаливания. 3. Способы разделения смесей.</p> <p>II. Сравнение скорости испарения капель воды и спирта с фильтровальной бумаги. Д. 1. Горение магния.</p> <p>2. Взаимодействие HCl с мрамором, получение $Si(OH)_2$ и последующее растворение его в кислоте.</p> <p>Взаимодействие $CuSO_4$ с Fe, помутнение «известковой воды»</p> <p>Д. Подтверждение закона сохранения массы веществ в результате химических реакций</p> | <p>§ 25, упр. 2-4, § 26, упр. 2-4,</p> <p>§ 27 до слов «С помощью уравнений химических реакций можно определить и тип...», упр. 1</p> |
| 2(11) | <p>Реакции разложения.</p> <p>Реакции соединения</p> <p>Реакция замещения. Реакция обмена.</p> | <p>Сущность реакций разложения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Сущность реакций соединения. Составление уравнений реакций, проделанных учителем.</p> <p>Сущность реакций замещения. Сущность реакций обмена. Составление уравнений реакций, проделанных учителем. Реакции нейтрализации. Условия течения реакций между растворами кислот, щелочей и солей до конца .</p> | <p>Д. 1. Электролиз воды. 2. Разложение нитратов калия или натрия, перманганата калия, азотной кислоты, гид-роксида меди (II). Д. Осуществление переходов: $S - SO_2 - H_2SO_3$ $P - P_2O_5 - H_3PO_4$; $Ca - CaO - Ca(OH)_2$</p> <p>Д. 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой. 2. Взаимодействие цинка и алюминия с растворами соляной и серной кислот. II. Взаимодействие металлов (Fe, Al, Zn) с растворами солей ($CuSO_4, AgNO_3$) Д. Взаимодействие растворов щелочей, окрашенных фенолфталеином, с растворами кислот.</p> <p>II. Взаимодействие H_2SO_4 и $BaCl_2, HCl$ и $AgNO_3, NaOH$ и $Fe_2(SO_4)_3$ и т. д.</p> | <p>§ 29 § 30 , § 31, § 32, упр. 3—4</p> |
| 3(12) | <p>Расчеты по химическим</p> | <p>Решение задач на нахождение количества, массы или объема</p> | | <p>§28, Упр.1</p> |

| | | | | | |
|--|--|------------|--|--|----|
| | | уравнениям | продукта реакции по количеству, массе или объему исходного вещества. Те же расчеты, но с использованием понятия «доля» (исходное вещество дано в виде раствора заданной концентрации или содержит определенную долю примесей) | | —5 |
|--|--|------------|--|--|----|

Тема 5. Простейшие операции с веществом. Химический практикум (1ч)

1. Правила по технике безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с нагревательными приборами и лабораторным оборудованием.

Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание.

Анализ почвы и воды.

Признаки химических реакций.

2. Получение водорода и изучение его свойств.

Получение кислорода и изучение его свойств.

Приготовление раствора сахара и определение массовой доли сахара в растворе

Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (2 ч)

| | | | | | |
|-------|--|---|--|---|--|
| | | Тема 6. Скорость химических реакций. Химическое равновесие (2 ч) | | | |
| 1(14) | | Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, концентрации и температуры Катализ и катализаторы. | Понятие о скорости химических реакций. Единицы измерения скорости химических реакций. Скорость гомогенных и гетерогенных процессов. Зависимость скорости от площади соприкосновения реагирующих веществ Зависимость v_p от: а) природы реагирующих веществ; б) температуры; в) концентрации реагирующих веществ (закон действующих масс) Понятие о катализе, катализаторах и ингибиторах. Понятие о ферментах как биологических катализаторах белковой природы | Л. Взаимодействие гранул и порошка цинка с соляной кислотой Л. Взаимодействие Zn, Mg, Fe с HCl. Л. Взаимодействие раствора H ₂ SO ₄ с раствором тиосульфата натрия различной концентрации. Л. Взаимодействие цинка с H ₂ SO ₄ при разных температурах; тиосульфата натрия с H ₂ SO ₄ при разных температурах Л. Разложение пероксида водорода в присутствии MnO ₂ , горение сахара в присутствии MnO ₂ , горение сахара в присутствии свежего сигаретного пепла | |

| | | | | |
|-------|--|--|---|--------------------------------|
| 2(15) | Обратимые и необратимые реакции Химическое равновесие и способы его смещения | Понятие об обратимости химических реакций. Условия протекания необратимых реакций Понятие о химическом равновесии как характеристике обратимых реакций. Динамический характер химического равновесия. Принцип ЛеШателье | Л. Примеры необратимых реакций, протекающих в растворах с образованием газа, осадка или H_2O , а также реакций горения. Примеры обратимых реакций Д. Смещение равновесия химической реакции, протекающей между роданидом аммония и хлоридом железа (III) | |
| | | ЗАЧЕТ № 2 | | |
| | Тема 7. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов (5 час) | | | |
| 1(16) | Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Типы растворов. | Растворы. Гидраты. Кристаллогидраты. Тепловые явления при растворении Зависимость растворимости веществ от температуры. Кривые растворимости. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Различная растворимость веществ в воде. | Д. Мгновенная кристаллизация пересыщенного раствора глауберовой соли. Л. Растворение безводного сульфата меди (II) в воде. Л. Растворимость веществ при разных температурах. Тепловые явления при растворении | § 34 . |
| | Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. | Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации веществ с разным видом связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Ионы. Свойства ионов. Классификация ионов по составу (простые и сложные), по заряду (катионы и анионы), по наличию водной оболочки (гидратированные и негидратированные). Основные положения ТЭД | Д. 1. Испытание веществ и их растворов на электропроводность. 2. Зависимость электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления. Д. Движение окрашенных ионов в электрическом поле | § 35, упр. 1—5. § 36, упр. 1—6 |

| | | | | |
|-------|--|--|---|----------------|
| | Ионные уравнения реакций | Реакции обмена, идущие до конца. Запись уравнений реакций (молекулярных и ионных) с использованием таблицы растворимости | Л. Примеры реакций, идущих до конца | § 37, упр. 1—5 |
| 2(17) | Кислоты в свете ТЭД, их классификация и свойства . | Определение кислот как электролитов, их диссоциация. Классификация кислот по различным признакам. Взаимодействие кислот с металлами, условия течения этих реакций. Электрохимический ряд напряжения металлов. Взаимодействие кислот с оксидами металлов и основаниями. Реакции нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот | Л. Химические свойства кислот (на примере HCl , H_2SO_4) | § 38, упр. 1—6 |

| | | | | |
|-------|--|---|---|----------------------------------|
| 3(18) | Основания в свете ТЭД, их классификация и свойства Оксиды | <p>Определение оснований как электролитов, их диссоциация. Классификация оснований по различным признакам, взаимодействие оснований с кислотами (повторение). Взаимодействие щелочей с солями (работа с таблицей растворимости) и оксидами неметаллов. Разложение нерастворимых оснований</p> <p>Состав оксидов, их классификация: несолеобразующие и солеобразующие (кислотные и основные).</p> <p>Свойства кислотных и основных оксидов</p> | <p>Д. 1. Взаимодействие CO_2 и NaOH. 2. Разложение Si(OH)_2.</p> <p>Л. Реакции, характерные для щелочей и нерастворимых оснований</p> <p>Л. Изучение свойств основных оксидов для CaO и кислотных для CO_2 или SO_2</p> | § 39, упр. 1—5 § 40, упр. 1—5 |
| 4(19) | Соли в свете ТЭД, их свойства | <p>Определение солей как электролитов, их диссоциация. Взаимодействие солей с металлами, особенности этих реакций и взаимодействие солей с солями (работа с таблицей растворимости).</p> <p>Взаимодействие солей с кислотами и щелочами (повторение)</p> | Л. Химические свойства солей | § 41, упр. 1—5 |
| 5(20) | . Окислительно-восстановительные реакции | <p>Определение степеней окисления элементов, образующих вещества различных классов. Реакции окислительно - восстано-вительные и реакции ионного обмена, их отличия. Понятие об окислителе и восстановителе, окислении и восстановлении</p> | <p>Д. 1. Взаимодействие Zn с HCl, S, CuSO_4.</p> <p>2. Горение магния. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды</p> | §43, упр. 1—3 |

Тема 8. Химический практикум «Свойства электролитов» (1 ч)

1. Ионные реакции.
2. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца.
3. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей.
4. Решение экспериментальных задач

ЗАЧЕТ № 3

**Учебно – тематический план по химии 8 класс-21 ч
(индивидуальное обучение) (зач.-3)**

| № | Тема | Колич. часов | Контр. работы | Эксперимент | | |
|-------------------------------|--|-----------------|------------------|--------------------------|------------------|--|
| | | | | демонст рацион ный | Лаборато рный | |
| 1 | Введение | 1 | | 2 | | |
| Материал для зачета №1 | | | | | | |
| 2 | Тема №1.Атомы химических элементов | 3 | | | | |
| 3 | Тема №2.Простые вещества | 2 | | 4 | | |
| 4 | Тема №3.Соединения химических элементов | 3 | 1 | 15 | | |
| | Итого | 8 | 1 | 19 | | |
| Материал для зачета №2 | | | | | | |
| 5 | Изменения, происходящие с веществами | \3 | | 13 | 3 | |
| 6 | Тема №5.Простейшие операции с веществом. Химический практикум | 1 | | | 7 | |
| 7 | Тема №6.Скорость химических реакций. Химическое равновесие. | 2 | 1 | 1 | 6 | |
| | Итого | 6 | 1 | 14 | 16 | |
| | | | | | | |
| Материал для зачета №3 | | | | | | |
| 8 | Тема №7. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов. | 5 | 1 | 9 | 7 | |
| 9 | Тема №8.Химический практикум «Свойства электролитов» | 1 | | | 4 | |
| | Итого | 6 | 1 | 9 | 11 | |
| | Итого за курс 8 класса | 21 | 3 | 42 | 27 | |

КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ 9 КЛАСС

0,572 ч в неделю (всего 21 ч) (индивидуальная форма обучения)

| Номер урока | Дата | Тема урока | Изучаемые вопросы | Эксперимент (Д- демонстрация, Л – лабораторный) | Д\з |
|-------------|------|---|--|---|---|
| | | Повторение основных вопросов курса 8 класса и введение в курс 9 класса (1 ч.) | | | |
| 1 2. | | <p>Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе Д. И. Менделеева</p> <p>Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома</p> | <p>Строение атома; характер простого вещества; сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду и подгруппе элементами; состав и характер высшего оксида; состав и характер высшего гидроксида; состав летучего водородного соединения (для неметалла). Генетические ряды металла и неметалла.</p> <p>Предсказания Д. И. Менделеева для германия, скандия и галлия</p> <p>Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона. Физический смысл порядкового номера химического элемента, номеров периода и группы.</p> <p>Закономерности изменения свойств элементов и образованных ими веществ в периодах и группах</p> <p>Характеристика свойств основных классов неорганических соединений в свете ТЭД и ОВР.</p> <p>Решение упражнений и задач на выход продукта реакции.</p> <p>Тема 2. Металлы (5 ч)</p> | <p>Д. Получение и характерные свойства основного и кислотного оксидов; основания и кислоты (CaO и SO₂; Ca(OH)₂ и H₂SO₄)</p> <p>Д. Получение и свойства NaOH, HCl.</p> <p>Л. Получение и свойства Fe(OH)₃, CuSO₄</p> | <p>§1, упр. 1§ 2, упр. 1-4</p> <p>§2, упр. 7-10—10</p> <p>§ 3, упр. 1—5</p> |
| 1(2) | | <p>Век медный, бронзовый, железный</p> <p>Положение металлов в ПСХЭ Д. И. Менделеева и особенности строения их атомов</p> <p>Общие физические свойства металлов</p> | <p>Значение металлов в истории человеческой цивилизации.</p> <p>Бронза и художественное литье.</p> <p>Сплавы черные и цветные</p> <p>Характеристика положения металлов в Периодической системе. Особенности строения атомов металлов. Относительность деления элементов на металлы и неметаллы</p> <p>Повторение материала о металлической связи и металлической кристаллической решетке.</p> | <p>Д. 1. Образцы изделий из металлов, коллекции монет. 2. Иллюстрации семи чудес света, Царь-пушки и Царь-колокола, «кружев чугунных» Санкт-Петербурга и т. д.</p> <p>Л. Ознакомление с коллекцией образцов металлов</p> <p>Ознакомление с коллекцией сплавов</p> | <p>§ 4, упр. 1—6</p> <p>§ 5, упр. 1—3</p> <p>§ 6, упр. 1—3</p> <p>§ 7, упр.</p> |

| | | | | | |
|------|--|---|--|---|---|
| | | | <p>Физические свойства металлов: пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, плотность, твердость и др. Металлы черные и цветные. Драгоценные металлы (Au, Pt, Ag, Ir) понятие о сплавах, их свойствах (твердость и температура плавления). Классификация сплавов. Представители черных сплавов — чугун и сталь; цветных — бронза, латунь, дюралюминий, мельхиор</p> | | 1—3 |
| | | <p>Общие химические свойства металлов и ряд напряжений</p> | <p>Взаимодействие металлов с кислородом, неметаллами, водой бенности взаимодействия металлов с растворами кислот и солей. Использование таблицы растворимости и ряда напряжений металлов для прогнозирования этих свойств</p> | <p>Д. 1. Горение Na, Ca, Al в кислороде. 2. Взаимодействие Na и Ca с водой. 3. Взаимодействие Al с I₂; Fe с S Взаимодействие Zn с HCl и H₂SO₄ (разб.); Fe с CuSO₄</p> | <p>§ 8 упр. 1, 3—5 упр. 2, 6—8</p> |
| 2(3) | | <p>Металлы в природе. Общие способы получения металлов Коррозия металлов</p> | <p>Металлы в природе. Руды металлов. Пиро-, гидро- и электрометаллургия. Микробиологическая металлургия Коррозия металлов. Способы борьбы с коррозией: защитные покрытия, легирующие добавки, ингибиторы коррозии, протекторная защита</p> | <p>Д. Восстановление металлов из оксидов углем, водородом. Л. Изучение образцов руд черных и цветных металлов Д. Коррозия металлов (демонстрация результатов за-благовременно заложенных опытов) и способов защиты их от коррозии</p> | <p>§ 9, упр. 1—6 , упр. 1-6</p> |

| | | | | | |
|------|--|---|--|--|--|
| 3(4) | | <p>Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы периодического системы элементов Д. Менделеева: щелочных металлов</p> <p>Щелочноземельные металлы</p> <p>Соединения щелочноземельных металлов: оксиды и гидроксиды</p> <p>Соли щелочноземельных металлов</p> | <p>Строение атомов, простые вещества в плане сравнительной характеристики. Химические свойства щелочных металлов в сравнении: взаимодействие их с водородом, хлором, серой, водой.</p> <p>Особенности взаимодействия с кислородом.</p> <p>Оксиды: строение (ионная связь и решетка — повторение), их основной характер и получение.</p> <p>Гидроксиды (ионный характер связи и решетки), свойства в свете ГЭД (повторение), получение и применение NaOH и KOH.</p> <p>Соли (ионный характер связи и решетки) и представители: сода (техническая и пищевая), поташ, глауберова соль, поваренная соль.</p> <p>Биологическая роль ионов Na⁺ и K⁺</p> <p>Сравнительная характеристика щелочноземельных металлов: строение атомов, физические и химические свойства простых веществ: взаимодействие их с кислородом, хлором, оксидами металлов</p> <p>Оксиды: их строение и основные свойства, получение, применение CaO (негашеной извести) и MgO.</p> <p>Гидроксиды, их строение, свойства, получение и применение.</p> <p>Разновидности Ca(OH)₂ (известковая вода, известковое молоко, пушонка)</p> <p>Сульфиды (фосфоры), галогениды, сульфаты, фосфаты. Кальцит и его разновидности (мел, мрамор, известняк). Биологическая роль кальция и магния</p> | <p>Д. 1. Взаимодействие Li и Na с водой.</p> <p>2. Взаимодействие Li и Na с C₁₂, серой</p> <p>Д. 1. Химические свойства Li₂O.</p> <p>Распознавание солей Na⁺ и K⁺ по окраске пламени. Л. 1. Химические свойства NaOH и KOH. 2. Изучение образцов природных соединений щелочных металлов</p> <p>Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие Ca с C₁₂, S, водой</p> <p>Л. Свойства негашеной и гашеной извести</p> <p>Изучение коллекции природных соединений кальция</p> | <p>§ 11 до соединений щелочных металлов, упр. 1—2 до конца, упр. 3 — по желанию, упр. 4, 5</p> <p>§ 12 до солей щелочноземельных металлов, упр. 5, 8 до конца, упр. 7 — по желанию, упр. 2, 4, 9</p> |
| 4(5) | | <p>Алюминий</p> <p>11. Амфотерный характер оксида и гидроксида алюминия</p> <p>Соединения алюминия</p> | <p>Строение атома алюминия и сравнение его с бором. Алюминий — простое вещество (мет. связь и решетка — повт.). Физические свойства алюминия и его применение на основе этих свойств.</p> <p>Химические свойства алюминия: взаимодействие с кислородом, неметаллами, кислотами, щелочами, солями. Аллюминотермия</p> <p>Амфотерность. Получение и свойства Al(OH)₃</p> <p>Распространенность алюминия в природе. Аллюмосиликаты. Бокситы. Глинозем. Корунд и его разновидности (наждак, рубин, сапфир). Соли алюминия: хлорид и сульфат</p> | <p>Д. 1. Горение алюминия.</p> <p>2. Взаимодействие алюминия с иодом.</p> <p>3. Показ механической прочности оксидной пленки. Л. 1. Ознакомление с коллекцией изделий из алюминия.</p> <p>2. Коллекция сплавов алюминия.</p> <p>Взаимодействие Al с растворами кислот, солей и щелочей</p> <p>Л. Получение и свойства Al(OH)₃</p> <p>Л. Рассмотрение образцов природных соединений алюминия</p> | <p>§ 13, упр. 1, 2, 5</p> |

| | | | | |
|-------------------------|---|---|--|--|
| 5(6) | Железо Генетический ряд Fe ²⁺ , ряд Fe ³⁺ | Строение атома железа и степени его окисления: +2 и +3. Железо — простое вещество, его физические свойства и техническое значение. Химические свойства железа — простого вещества: взаимодействие с хлором, серой, растворами кислот и солей, водяными парами. Железо в природе: оксидные и сульфидные руды Соединение железа со степенью окисления +2 согласно ряду: Fe —* FeCl ₂ —* —» Fe(OH) ₂ —» FeO —* Fe. Основной характер оксида и гидроксида железа (II). Качественная реакция на ионы железа (II) Соединения железа со степенью окисления +3 согласно ряду: Fe - FeCl ₃ - - Fe(OH) ₃ — Fe ₂ O ₃ —» Fe. Качественные реакции на Fe ³⁺ . Соли железа (III): хлорид и сульфат. Биологическая роль железа | Д. 1. Горение железа в хлоре. 2. Опыты, показывающие отношение железа к концентр. H ₂ SO ₄ и HN0 ₃ . Л. 1. Взаимодействие железа с серой, растворами кислот и солей. 2. Рассмотрение руд железа Л. 1. Получение Fe(OH) ₂ и доказательство его основного характера, окисление его в Fe(OH) ₃ . 2. Качественная реакция на Fe ²⁺ 1. Получение Fe(OH) ₃ и изучение его свойств. 2. Качественные реакции на Fe ³⁺ | § 14 до соединений железа, упр. 4, 5, 6 § 14 — ряд Fe ²⁺ , р. 2(а), 8 — по желанию 4 — ряд Fe ³⁺ , упр. 1, 2(6, в), 7 |
| ЗАЧЕТ № 1 | | | | |
| Тема 3. Неметаллы (7 ч) | | | | |
| 1(7) | . Общая характеристика неметаллов Химические элементы в клетках живых организмов | Положение элементов-неметаллов в Периодической системе, особенности строения их атомов. Электроотрицательность как мера неметалличности, ряд ЭО. Кристаллическое строение неметаллов — простых веществ. Аллотропия. Физические свойства неметаллов. Относительность понятий «металл» и «неметалл». Кислород и озон. Состав воздуха Макро- и микроэлементы. Органогены и органические вещества. Элементы микроэлементов в жизнедеятельности растений, животных и человека. Витамины. Гормоны | Д. 1. Образцы неметаллов различных агрегатных состояний. 2. Аллотропные модификации O, S, P. 3. Получение озона Д. 1. Образцы витаминных препаратов и гормонов 2. Иллюстрации с авитаминозами и гормональными нарушениями у людей и. Животных | § 15. упр. 1—6 § 16. упр. 1—6 |
| 2(8) | Общая характеристика галогенов Соединения галогенов Биологическое значение и применение галогенов и их соединений | Строение атомов галогенов, их степени окисления. Строение молекул галогенов. Галогены — простые вещества. Закономерности в изменении их физических и химических свойств в зависимости от увеличения порядкового номера химического элемента Галогены в природе. Галит. Галогеноводороды. Хлорово-дород и соляная кислота. Хлориды, их применение в народном хозяйстве. Получение галогенов Логическая роль фтора, хлора, брома и иода. Применение хлора и соединений фтора, хлора и иода | Д. 1. Образцы галогенов — простых веществ. 2. Взаимодействия их с Na, Al. 3. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей Д. 1. Образцы галогеноводородов (газы и растворы). 2. Получение и свойства HCl. Л. 1. Образцы природных соединений галогенов. 2. Качественные реакции на галогенид-ионы Д. Образцы зубной пасты и изделий из тефлона; веществ на основе хлора (пластмасс, лекарств, ядохимикатов и пр.); образцы фотобумаги и | §17. 18 упр. 1-8 § 19. упр. 1—7 р. упр. 1-7.8 — по желанию |

| | | | | | |
|-------|--------------------------------------|---|--|--|--|
| | | | | киноплёнки; препаратов иода | |
| 3 (9) | 5. Кислород | Кислород в природе — в атмосфере, литосфере, гидросфере. Химические свойства кислорода: взаимодействие с простыми веществами (металлами и неметаллами), сложными веществами (углеводородами, сероводородом). Горение и медленное окисление. Дыхание и фотосинтез. Получение и применение кислорода | Д. 1. Получение кислорода разложением $KMnO_4$ и H_2O_2 . 2. Собираение и распознавание кислорода. 3. Горение S, P, Fe, Li, Na, Al в кислороде; горение CH_4 и H_2S | § 21. упр. 1-6. 7—8 — по желанию ю 1. упр. 2, 6 | |
| 4(10) | . Сера в природе сиды (IV) и (VI) | Строение атома серы. Аллотропия. Физические свойства ромбической серы. Характеристика химических свойств серы в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях Сера в природе: самородная, сульфидная и сульфатная. Получение и применение серы. Биологическое значение серы. Сероводород и сульфиды учение и свойства оксидов серы (IV) и (VI) как кислотных оксидов. Характеристика реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ и рассмотрение условий смещения равновесия вправо. Сернистая кислота и ее соли | Д. 1. Образцы природных соединений серы. 2. Образцы соединений серы, применяемых в народном хозяйстве, в том числе и в сельском хозяйстве. 3. Получение и свойства H_2S . JI. Качественная реакция на S_2 Д. 1. Получение SO_2 горением серы и взаимодействием меди с H_2SO_4 (конц.). 2. Взаимодействие SO_2 с водой и щелочью. 3. Обесцвечивание красок с помощью SO_2 . JI. Качественная реакция на SO_3^{2-} | § 22 до конца. упр. 1. 3. 4. 5: § 23 — сероводород и сульфиды оксиды серы (IV и VI). упр. 1, 2, 5, 6 | |
| | | | | | |

| | | | | | |
|-------|--|---|---|--|--|
| | | Серная кислота. Получение и применение серной кислоты и серной кислоты | Характеристика состава и свойств серной кислоты в свете представления об электролитической диссоциации и ОВР. Сравнение свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты. Производство H ₂ SO ₄ : сырье, химизм процессов, аппаратура. области применения серной кислоты Сульфаты и гидросульфаты, их значение в народном хозяйстве. Применение сульфатов в сельском хозяйстве. Распознавание сульфат-иона | Д. 1. Разбавление концентрированной H ₂ SO ₄ . 2. Взаимодействие] H ₂ SO ₄ (конц.) с медью, органическими веществами (сахаром, целлюлозой). 3. Модели аппаратов для производства H ₂ SO ₄ . Л. 1. Свойства H ₂ SO ₄ (разб.). 2. Качественная реакция на SO ₂ - Д. 1. Образцы сульфатов, применяемых в народном хозяйстве, в том числе и в сельском хозяйстве. Л. Распознавание сульфатов | § 23 до солей серной кислоты. впр. 3, 4, 8 3 до конца, упр. 7 |
| 5(11) | | . Азот. Аммиак или аммония . Кислородные соединения азота и азотистой и азотной кислот. Азотные удобрения | Строение атомов азота. Строение молекулы азота. Физические и химические свойства азота в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях. Биологическое значение азота. Фиксация его клубеньковыми бактериями. Строение молекулы аммиака. Физические свойства, получение, собирание, распознавание аммиака. Химические свойства аммиака: восстановительные и образование иона аммония по донорно-акцепторному механизму и аммония: состав, получение, физические и химические свойства. Представители. Применение в народном хозяйстве. Распознавание солей аммония Оксиды азота. Состав и свойства азотной кислоты: взаимодействия концентрированной и разбавленной HN03 с медью. Получение азотной кислоты из азота и аммиака. Применение HN03 в народном хозяйстве Нитраты и нитриты, их свойства (разложение при нагревании) и представители. Применение. Азотные удобрения. Проблема повышенного содержания нитратов и нитритов в сельскохозяйственной продукции | Д. Корни бобовых растений с клубеньками Д. 1. Модель колонны синтеза. 2. Получение, собирание и распознавание аммиака. 3. Растворение аммиака в воде. Взаимодействие аммиака с хлороводородом Л. Знакомство с образцами солей аммония, в т. ч. в составе удобрений. 2. Качественная реакция на NH ⁺ Д. 1. Взаимодействие HN03 (разб.) и HN03 (конц.) с медью. 2. Горение скипидара в азотной кислоте. 3. Разложение нитрата калия Л. 1. Знакомство с образцами нитратов и нитритов. 2. Знакомство с коллекцией азотных удобрений. 3. Качественное обнаружение N03 и NO _g , в том числе и в сельскохозяйственной продукции | § 24. впр. 1—5 § 25 . упр. 1-7 6. впр. 1—5 § 27 до солей азотной кислоты. впр. 1—5 7 до конца, упр. 6, 7 |
| 6(12) | | Фосфор | Строение атома. Аллотропия. Сравнение свойств и применения красного и белого фосфора. Химические свойства фосфора. Биологическое значение фосфора | Д. 1. Получение белого фосфора из красного. 2. Воспламенение белого фосфора | § 28 упр. 1-7 |
| | | Соединения фосфора | Оксид фосфора (V) и орто-фосфорная кислота. Соли ее. Фосфор в природе. Фосфорные удобрения | Д. 1. Получение оксида фосфора (V) горением. 2. Растворение P ₂ O ₅ в воде. Л. 1. Свойства H ₃ P0 ₄ как электролита. 2. Качественная реакция на PO ₃ ". | |

| | | | | | |
|-------|--|---|--|--|--|
| | | | | 3. Знакомство с образцами природных соединений фосфора и коллекций фосфорных удобрений | |
| 7(13) | | Углерод Оксиды углерода (II) и (IV) Углерод в природе. Карбонаты Кремний Силикатная промышленность | Строение атома углерода. Аллотропия, свойства модификаций — алмаза и графита. Их применение. Аморфный углерод и его сорта: кокс, сажа, древесный уголь. Адсорбция и ее практическое значение. Химические свойства углерода. Биологическое значение углерода — это основной элемент живой природы Строение молекул CO и CO ₂ . Физические и химические свойства их. Получение и применение CO и CO ₂ - Их биологическое значение Углерод в природе. Карбонаты: кальцит, сода, поташ, их значение и применение. Распознавание карбонатов. Переход карбонатов в гидрокарбонаты и обратно Строение атома кремния, сравнение его свойств со свойствами атома углерода. Кристаллический кремний, сравнение его свойств с углеродом. Кремний в природе: оксидные, силикатные и алюмо- силикатные соединения. Биологическое значение кремния. Изготовление стекла, фарфора, цемента. Их применение в народном хозяйстве | Д. 1. Модели кристаллических решеток алмаза и графита. 2. Адсорбция активированным углем растворенных или газообразных веществ. 3. Горение угля в кислороде. 4. Восстановление меди из ее оксида углем Л. 1. Получение, собирание и распознавание CO ₂ . 2. Свойства CO ₂ как кислотного оксида Л. 1. Знакомство с коллекцией карбонатов. 2. Качественная реакция на CO ₃ ²⁻ . 3. Переход карбоната кальция в гидрокарбонат и обратно Л. Знакомство с коллекцией природных соединений кремния Л. Знакомство с коллекцией изделий из стекла, фарфора, керамики, цемента | §29. впр. 1—8 § 30 . впр. 1—5 впр. 6—8 § 31 впр. 1—А впр. 5—6 |
| | | ЗАЧЕТ № 2 | | | |
| | | Тема 4. Практикум по теме «Неметаллы» (1 ч) | | | |
| 1(14) | | | 1. Получение соляной кислоты и опыты с ней 2. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода» 3. Получение аммиака и опыты с ним 4. Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа азота» | | |
| | | Тема 5. Органические вещества (5 ч) | | | |

| | | | | | |
|-------|--|--|---|---|--|
| 1(15) | | Предмет органической химии. Теория строения А. М. Бутлерова Алканы. Строение молекул метана. Химические свойства и применение алканов | Органическая химия — химия соединений углерода. Вещества органические и неорганические. Относительность понятия «органические вещества». Причины многообразия углеродных соединений. 1 Природные и синтетические органические вещества. Валентность, ее сравнение со степенью окисления. Основные положения теории строения А. М. Бутлерова Гомологический ряд алканов: общая формула, номенклатура, изомерия углеродного скелета. Физические свойства метана. Химические свойства алканов: горение углеводородов, термическое разложение, галогенирование. Применение метана на основе его свойств | Д. Образцы природных и синтетических органических веществ 1 Д. 1. Шаростержневые и масштабные модели молекул алканов. 2. Горение метана и др. углеводородов, обнаружение продуктов горения. ошение алканов к бромной воде и раствору перманганата калия | §32, упр. 1—6 3, упр. 1—6 |
| 2(16) | | Алкены. Строение молекул этилена. Химические свойства этилена этилен, строение и свойства его ароматические углеводороды на примере бензола понятие о спиртах на основе реакции гидратации этилена и взаимодействие этилена с раствором перманганата калия | Гомологический ряд алкенов: общая формула, номенклатура, изомерия. Физические свойства этилена. Получение. Реакции горения. Реакции присоединения: водорода, галогена, галогеноводорода, воды. Качественные реакции на двойную связь ынная связь. Получение ацетилен карбидным способом и его свойства: реакции горения, присоединение хлороводорода и дальнейшая полимеризация в поливинилхлорид. Реакция тримеризации в бензол Понятие о бензольном кольце. Физические и некоторые химические свойства бензола: реакции замещения с бромом и нитрирования и реакция присоединения хлора. Понятие о пестицидах и их группах. Применение бензола Общая формула и гомологический ряд алканов, номенклатура. Этанол и метанол, их физиологические свойства и значение. Атомность спиртов. Этиленгликоль как двухатомный спирт и глицерин как трехатомный спирт, их значение. окисление спиртов в альдегиды | Д. 1. Модели молекул этилена. 2. Получение этилена. 3. Горение этилена. 4. Взаимодействие его с бромной водой и раствором перманганата калия Д. 1. Получение ацетилен из карбида кальция. 2. Горение ацетилен. 3. Взаимодействие C_2H_2 с растворами брома и перманганата калия. 4. Изделия из поливинил- хлорида Д. 1. Бензол как растворитель. Коллекция пестицидов Д. 1. Образцы метанола, этанола, этиленгликоля, глицерина. 2. Качественная реакция на многоатомные спирты. окисление спиртов в альдегиды | § 34, упр. 1—3 3, упр. 1—3 3, упр. 1—5 |
| 3(17) | | Реакция гидратации ацетилен и понятие об альдегидах. Реакция окисления спиртов в альдегиды окисление альдегида в кислоту и понятие об одноосновных карбоновых кислотах | Понятие об альдегидах на примере уксусного альдегида. Реакция Кучерова. Применение формальдегида. Качественная реакция на альдегиды Понятие об одноосновных предельных карбоновых кислотах на примере уксусной кислоты. Ее народно-хозяйственное значение. Ацетаты. Жирные кислоты | Д. 1. Образцы формальдегида и ацетальдегида. 2. Формалин. 3. Реакция «серебряного зеркала» Д. 1. Типичные кислотные свойства уксусной кислоты: взаимодействие ее с металлом, оксидом металла, основанием и солью (карбонатом) | §35, упр. 1-6 § 36, упр. 1—3 |

| | | | | |
|-------|---|---|--|---|
| 4(18) | <p>Реакция этерификации и понятие о сложных эфирах</p> <p>Жиры</p> <p>Понятие об аминокислотах</p> <p>реакция поликонденсации</p> <p>аминокислот. Белки</p> | <p>Взаимодействие уксусной кислоты с этиловым спиртом. Реакция этерификации, ее обратимость.</p> <p>Строение сложных эфиров.</p> <p>Сложные эфиры в природе. Их применение</p> <p>Эфиры как сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и жирных кислот.</p> <p>Физические и химические свойства жиров. Гидролиз и гидрирование.</p> <p>Понятие о мылах</p> <p>Аминокислоты как продукты последовательного замещения атома водорода в радикале карбоновых кислот на аминогруппу.</p> <p>Амфотерность аминокислот: их взаимодействие с кислотами и щелочами. Биологическое значение аминокислот</p> <p>Белки как продукты реакции поликонденсации аминокислот.</p> <p>Пептидная связь. Состав и строение белков. Распознавание белков.</p> <p>Биологическая роль белков</p> | <p>Д. 1. Получение сложных эфиров: синтез этилового эфира уксусной кислоты</p> <p>1. Образцы твердых и жидких жиров.</p> <p>2. Растворимость жиров</p> <p>Д. Доказательство наличия функциональных групп в растворах аминокислот</p> <p>Д. 1. Цветные реакции белков.</p> <p>2. Растворение и осаждение белков.</p> <p>3. Денатурация белков</p> | <p>§ 36, упр. 1—4</p> <p>§ 38, упр. 1</p> <p>пр. 2- 4</p> |
| 5(19) | <p>Углеводы. Полисахариды: крахмал и целлюлоза</p> <p>Глюкоза</p> <p>Полимеры</p> | <p>Углеводы. Их классификация (моно-, ди- и полисахариды). Глюкоза, сахароза, крахмал и целлюлоза.</p> <p>Биологическая роль углеводов.</p> <p>Физические свойства и нахождение в природе. Сравнение крахмала и целлюлозы. Гидролиз их. Применение</p> <p>Структурная формула глюкозы (альдегидной формы). Химические свойства и применение.</p> <p>Фруктоза как изомер глюкозы. Значение и биологическая роль глюкозы</p> <p>Природные, химические и синтетические полимеры. Реакции полимеризации и поликонденсации. Основные понятия химии ВМС: полимер, мономер, макромолекула, структурное звено, степень полимеризации.</p> <p>Волокна и пластмассы</p> <p>Стегическая связь между классами органических веществ на примере цепочек переходов от алкана к полипептиду</p> | <p>Д. 1. Образцы углеводов.</p> <p>2. Взаимодействие крахмала с иодом.</p> <p>3. Гидролиз крахмала и целлюлозы</p> <p>Д. 1. Реакция «серебряного зеркала».</p> <p>2. Взаимодействие с гидро-ксидом меди (II)</p> <p>Коллекция пластмасс и волокон, каучуков и биополимеров</p> | <p>§ 39, упр.1-6</p> <p>упр. 1—5</p> |
| | | ЗАЧЕТ № 3 | | |

Тема 6. Практикум по органической химии (1 ч)

1. Получение и свойства этилена

2. Решение экспериментальных задач

3. Распознавание пластмасс

4. Распознавание волокон

Тема 7. «Химия и экология городов» — модуль для городских школ (1 ч)

Учебно – тематический план по химии 9 класс-21ч (зач.-3)

| № | Тема | Колич. часов | Контр. работы | Эксперимент | | |
|-------------------------------|---|-----------------|------------------|----------------------|------------------|--|
| | | | | демонстра ционный | Лаборато рный | |
| 1 | Повторение | 1 | | 2 | | |
| Материал для зачета №1 | | | | | | |
| 2 | Тема №2.Металлы. | 5 | 1 | 17 | 15 | |
| | | | | | | |
| | Итого | 6 | 1 | 17 | 15 | |
| Материал для зачета №2 | | | | | | |
| | | | | | | |
| 3 | Тема №3 Неметаллы. | 7 | 1 | 40 | 18 | |
| | Тема №4 Практикум по теме «Неметаллы» | 1 | | | 3 | |
| | Итого | 8 | 1 | 40 | 21 | |
| Материал для зачета №3 | | | | | | |
| 4 | Тема № 5. Органические вещества. | 5 | 1 | 34 | | |
| 5 | Тема №6 .Химический практикум по органической химии | 1 | | | 4 | |
| | Итого | 6 | 1 | 34 | 4 | |
| 6 | Тема №7 «Химия и экология города» | 1 | | | | |
| | Итого за курс 9 класса | 21 | 3 | 91 | 40 | |

